

Propiedades de los ácidos y bases  
TABLA DE FUERZA RELATIVA DE ACIDOS Y BASES

| Acidos Fuertes:  |                         | Bases muy Débiles:  |                            |
|--|-------------------------|---|----------------------------|
| Reaccionan completamente con el ión $H_3O^+$ y base conjugada. |                         | No reaccionan con el ión $H_3O^+$ para formar el ácido conjugado. |                            |
| Acido  |                         | Base Conjugada  |                            |
| $HClO_4$   | Acido Perclorico        | $ClO_4^{-1}$  | ión Perclorato             |
| $H_2SO_4$  | Acido Sulfúrico         | $HSO_4^{-1}$  | ión Sulfato hidrógenado    |
| $HCl$  | Acido Clorhídrico       | $Cl^{-1}$   | ión Cloruro                |
| $HBr$  | Acido Bromhídrico       | $Br^{-1}$   | ión Bromuro                |
| $HI$   | Acido Yodhídrico        | $I^{-1}$  | ión Yoduro                 |
| $HNO_3$  | Acido Nitrico           | $NO_3^{-1}$   | ión Nitrato                |
| $H_3O^+$   | ión Hidronio            | $H_2O$  | Agua                       |
| $H_2SO_3$  | Acido Sulfuroso         | $HSO_3^{-1}$  | ión Sulfito hidrógenado    |
| $HSO_4^{-1}$   | ión Sulfato hidrógenado | $SO_4^{-2}$   | ión Sulfato                |
| $H_3PO_4$  | Acido Fosfórico         | $H_2PO_4^{-1}$  | ión Fosfato di hidrógenado |
| $HF$   | Acido Fluorhídrico      | $F^{-1}$  | ión Floruro                |
| $HNO_2$  | Acido Nitroso           | $NO_2^{-1}$   | ión Nitrito                |
| $HC_2H_3O_2$   | Acido Acético           | $C_2H_3O_2^{-1}$  | ión Acetato                |
| $H_2CO_3$  | Acido Carbonico         | $HCO_3^{-1}$  | ión Carbonato hidrógenado  |
| $H_2S$   | Acido Sulfhídrico       | $HS^{-1}$   | ión Sulfuro hidrógenado    |
| $(NH_4)^{+1}$  | ión Amonio              | $NH_3$  | Amoniaco                   |
| $HCN$  | Acido Cianhídrico       | $CN^{-1}$   | ión Cianuro                |
| $H_2O$   | Agua                    | $OH^{-1}$   | ión Hidróxido              |
| $(OH)^{-1}$  | ión Hidróxido           | $O^{-2}$  | ión Oxido                  |
| $NH_3$   | Amoniaco                | $NH_2^{-1}$   | ión Amida                  |

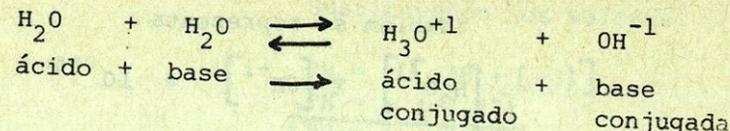
Disminución de la Fuerza de Acido

Aumento de la Fuerza de la Base

LA DISOCIACION DEL AGUA Y SU CONSTANTE DE IONIZACION.

El agua recibe el nombre de anfótero, porque actúa como un ácido y una base al mismo tiempo, cada solución acuosa está caracterizada por el proceso de autoionización, en el cual una molécula de agua (ácido) cede un protón a otra molécula de  $H_2O$  (base) para formar los iones. El equilibrio de auto-ionización del agua siempre debe satisfacerse, sin importar si otros ácidos o bases están presentes en una solución.

De acuerdo a la teoría de Bronsted-Lowry la auto-ionización ocurre de la siguiente manera:



Como el agua se ioniza, debe ser posible obtener una constante de equilibrio para esta reacción.

Una "constante de equilibrio" es igual a la concentración de los productos entre la concentración de los reactivos.

Para abreviar las palabras de constante de equilibrio se representa  $K_{eq}$ , y las concentraciones de los reactivos o productos se encierran entre corchetes denotando la concentración de la especie [ ], su expresión matemática es:

$$K_{eq} = \frac{[H_3O^{+1}] \times [OH^{-1}]}{[H_2O] \times [H_2O]}$$

En el agua pura o en una solución acuosa neutra que no contenga ácidos o bases, las concentraciones de ión hidronio y ión hidróxido son iguales. En una solución neutra a 25°C, se encontró experimentalmente que la concentración de cada uno de estos dos iones es de  $1 \times 10^{-7}$  molar.

Por lo tanto:

$$K_{eq} = \frac{[1 \times 10^{-7}] \times [1 \times 10^{-7}]}{[H_2O]^2}$$

Generalmente la unidad molar se omite quedando:

$$K_{eq} = \frac{1 \times 10^{-14}}{H_2O^2}$$

La concentración del agua permanece constante igual a 55 molar es decir a 25°C existen 55 moles de agua en un litro. Esta concentración del agua es la misma en cualquier tipo de solución incluyendo en las soluciones diluidas.

Entonces, sustituyendo la concentración del  $H_2O$  tenemos:

$$K_{eq} \times [55]^2 = [1 \times 10^{-14}]$$

El producto de la constante de equilibrio por la constante de concentración de agua se le llama la constante de ionización del agua y se representa como  $K_w$ , donde su valor es:

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

La  $K_w$  es constante para todas las soluciones acuosas diluidas. Esto indica que, aunque la concentración de iones  $[H_3O^+]$  e iones hidróxido  $[OH^{-1}]$  varíe al añadir ácido o base al agua, el producto de  $[H_3O^+]$  y  $[OH^{-1}]$  se mantiene invariable, por lo tanto:

$$[H_3O^{+1}] \times [OH^{-1}] = 1 \times 10^{-14}$$

también se representa

$$[H_3O^{+1}] \times [OH^{-1}] = 10^{-14}$$

Una solución ácida se caracteriza por poseer una concentración de ión hidronio mayor de  $10^{-7}$ . La concentración de hidróxido disminuye y Kw sigue - - siendo  $10^{-14}$ . Cuando hay una base en la solución, aumenta la concentración - de ión hidróxido siendo mayor de  $10^{-7}$  y la concentración de ión hidronio es menor de  $10^{-7}$  para que Kw siga teniendo el mismo valor de  $10^{-14}$ .

CALCULAR EL PH DE UNA SOLUCION DADA SU CONCENTRACION DE HIDROGENO Y/O HIDROXILO.

En las soluciones acuosas las propiedades ácidas normales se deben a los iones hidronio y las propiedades basicas comunes son debidas a los iones - hidróxilo; siempre y cuando la concentración de estos dos iones es constante ( $1 \times 10^{-14}$ ). Estas concentraciones cubren un rango muy amplio, por - lo que se diseño una escala especial para expresar las concentraciones de - ión hidronio en soluciones acuosas, se llama escala PH y se define "como el negativo del logaritmo de la concentración de ión hidronio", donde su expresión matemática es:

$$PH = - \log [H_3O^{+1}]$$

El  $[H_3O^{+1}]$  representa la concentración de ión hidronio en moles/lt (molar), recordando que la unidad molar se omite.

El logaritmo decimal de un número es el exponente a que debe elevarse el número diez para obtener el número en cuestión.

Cuando el PH es un valor numérico de la potencia de 10, se determina fácilmente. Una solución con una  $[H_3O^{+1}]$  de  $10^{-4}$  molar tiene un PH = 4 y una solución con una  $[H_3O^{+1}]$  de  $10^{-9}$  tiene PH = 9.

Cuando el PH no es una potencia entera de 10 deberá calcularse el logaritmo de la concentración, usando dos métodos uno de ellos es usar una tabla de logaritmos, y el otro usar una calculadora manual que maneje números exponenciales y logaritmos en base 10 (log).

Para entender lo anterior, aplicaremos, el concepto de PH en un ejemplo:

- 1) Una solución de ácido clorhidrico es de  $6 \times 10^{-3}$  molar.  
¿Calcular el PH?

Datos:

$$[H_3O^{+1}] = 6 \times 10^{-3}$$

PH = ?

Fórmula:

$$PH = - \log [H_3O^{+1}]$$

Sustituyendo los valores

$$PH = - \log [6 \times 10^{-3}]$$

- a) El logaritmo de un producto es la suma de los logaritmos de los factores, por lo tanto

$$PH = - (\log 6 + \log 10^{-3})$$

- b) Se consulta en las tablas el log de 6 ya que no es una potencia entera de 10 y el  $\log 10^{-3} = -3$

dando:  $\log 6 = - 0.78$

Sustituyendo los valores:

$$PH = - [0.78 + (-3)]$$

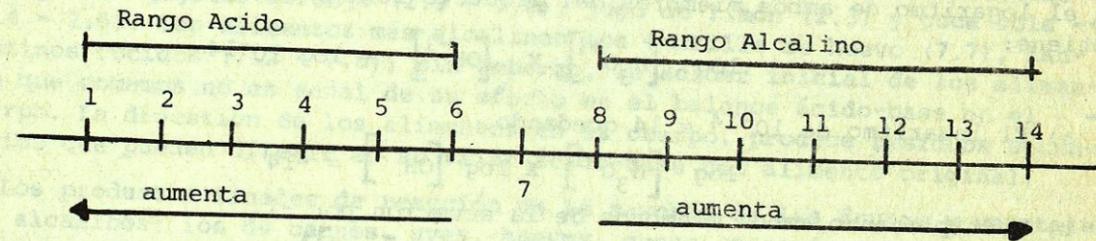
$$PH = - (-2.22)$$

$$PH = + 2.22$$

- c) Cuando se utiliza la calculadora es directo el resultado.

Se estableció una escala llamada "PH", la cual nos permite interpretar rápidamente si una solución es ácida, alcalina o neutra y también al mismo tiempo saber que tan ácida o alcalina es la solución con valores que van del 0 al 14, quedando en el punto central que es el 7, el punto neutro.

Escala de PH:



Por ejemplo: Las soluciones neutras tienen un PH de 7, las soluciones ácidas PH menor de 7 y las soluciones básicas PH mayor de 7.

Se llama "POH" a la escala para medir la concentración de iones hidróxilo en soluciones acuosas. Se define como el negativo del logaritmo de la concentración de iones hidróxilo, donde su expresión matemática es:

$$POH = - \log [OH^{-1}]$$

El  $[OH^{-1}]$  representa la concentración de iones hidróxilo en mol/lt ó molar.

Ejemplo 1: ¿Cuál es el POH de una solución cuya concentración de ión hidróxilo es de 0.008 molar?

Procedimiento:

- a) Usando notación exponencial se convierte 0.008 en potencia base 10, donde;  $[OH^{-1}] = 8 \times 10^{-3}$

Datos:

$$[OH^{-1}] = 8 \times 10^{-3}$$

POH = ?

Fórmula:

$$POH = - \log [OH^{-1}]$$

Sustituyendo los valores:

$$POH = - \log (8 \times 10^{-3})$$

- b) Recordando que el logaritmo de un producto es la suma de los logaritmos de los factores, por lo que tenemos:

$$POH = - (\log 8 + \log 10^{-3})$$

- c) El valor de log de 8 se consulta en las tablas = .90 y el  $\log 10^{-3} = -3$

Sustituyendo estos valores tenemos:

$$POH = - [(.90) + (-3)]$$

$$POH = - (-2.1)$$

$$POH = 2.1$$

- d) Cuando se utiliza la calculadora es directo el resultado.

#### CALCULAR PH Y POH

Para calcular el PH y POH en una solución acuosa, al mismo tiempo, se toma el logaritmo de ambos miembros del producto iónico del agua por lo que se obtiene:

$$\log [H_3O^{+1}] \times [OH^{-1}] = \log 10^{-14}$$

- a) El logaritmo de  $10^{-14} = 14$  quedando.

$$\log [H_3O^{+1}] \times \log [OH^{-1}] = -14$$

- b) Multiplicando ambos miembros de la ecuación por -1.

$$-\log [H_3O^{+1}] \times (-\log [OH^{-1}]) = 14$$

- c) Donde se obtienen las siguientes expresiones:

$$\text{El } -\log [H_3O^{+1}] \text{ es igual al PH}$$

$$\text{El } -\log [OH^{-1}] \text{ es igual al POH}$$

$PH + POH = 14$  esta reacción es muy útil para saber el PH de una solución básica ó POH de una solución ácida al tener solamente la información de una de las concentraciones, ya sea de ión hidronio ó de ión hidróxilo.

Ejemplo 1: ¿Cuál es el PH y el POH de una solución 0.0001 de hidróxido de sodio?

- a) Se usa notación exponencial  $0.0001 = 1 \times 10^{-4}$

Datos:

$$[OH^{-1}] = 1 \times 10^{-4}$$

$$PH = ?$$

$$POH = ?$$

Fórmula

$$POH = - \log [OH^{-1}]$$

Sustituyendo el valor  $[OH^{-1}]$

$$POH = - \log 1 \times 10^{-4}$$

$$POH = - (\log 1 + \log 10^{-4})$$

el logaritmo de 1 es igual a cero

$$\text{el logaritmo de } 10^{-4} = -4$$

$$POH = - (0) + (-4)$$

$$POH = - (-4)$$

$$POH = + 4$$

Al tener el POH se puede calcular el valor de PH utilizando la fórmula:

$$PH + POH = 14$$

se despeja PH quedando:

$$PH = 14 - POH$$

se sustituye el valor de POH

$$PH = 14 - 4$$

$$PH = 10$$

Los valores de PH de los fluidos del cuerpo deben mantenerse dentro de ciertos límites estrechos. Si el PH de la sangre de una persona se vuelve menor de 7.0 ó mayor de 7.8 la persona muere.

Los valores de PH de los alimentos que comemos varían en gran medida; la mayoría, sin embargo tienen valores entre 2 y 8. Los alimentos más ácidos incluyen el jugo de toronja (2.9 - 3.2), jugo de limón (2.3) y coca cola (2.4 - 2.6). Los alimentos más alcalinos son tortilla de huevo (7.7), langostinos cocidos (7.2 - 7.8); sin embargo, la acidez inicial de los alimentos que comemos no es señal de su efecto en el balance ácido-base en el cuerpo. La digestión de los alimentos en el cuerpo, produce residuos secundarios que pueden diferir en su valor ácido-base del alimento original.

Los productos finales de reacción de la mayoría de las frutas y vegetales son alcalinos; los de carnes, aves, huevos, queso, pescado y cereales son ácidos.

Un alimento que tiene un PH ácido, puede terminar como, residuo alcalino en el cuerpo y viceversa.